

*Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a este capítulo, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.*

1. Indiquen cuáles son las partículas fundamentales que constituyen un átomo.
2. Definan los siguientes conceptos: composición nuclear, número atómico, número másico, nucleido, ion, anión, catión, isótopo, unidad de masa atómica y especies isoelectrónicas.
3. Indiquen cómo se simbolizan el número atómico y el número másico.
4. Definan los siguientes términos asociados al modelo atómico orbital: nivel, subnivel, orbital, configuración electrónica y configuración electrónica externa.
5. Indiquen cómo se clasifican los elementos según su ubicación en la tabla periódica.
6. Definan las siguientes propiedades: radio atómico, energía de ionización y electronegatividad. Expliquen sus variaciones a lo largo de un grupo y de un período.

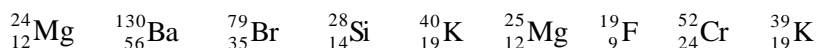
## Ejercicios

A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

### Bloque 1

1. A partir de los símbolos de los siguientes nucleidos:



- determinen la composición nuclear y el número de electrones;
- indiquen cuáles de esos son isótopos.

2. Representen con su símbolo a los siguientes iones formados por:

- 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones;
- 14 neutrones, 13 protones y 10 electrones;
- 36 electrones, 49 neutrones y 37 protones;
- 92 protones, 143 neutrones, 90 electrones;
- 76 neutrones, 52 protones y 54 electrones.

3. Completen el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	Nº p	Nº e	Nº n	Carga neta
${}^{23}_{11}\text{Na}$	11	23	11	11	12	0
		32			16	2-
		197	79			0
				10	14	3+
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$						

			7	10	7	
${}^7_3\text{Li}^+$						

4. Indiquen si los siguientes enunciados son correctos (C) o incorrectos (I). Justifiquen las respuestas.
- En un átomo, el número de protones es siempre igual al número de neutrones.
  - Los átomos son partículas eléctricamente neutras.
  - En los iones el número de electrones es igual al número de protones.
  - Los isótopos tienen distinto número de neutrones.
  - Todo anión tiene un número de electrones en la nube menor al número de protones del núcleo.
  - La carga nuclear de un átomo está determinada por el número de neutrones.
  - Las especies  ${}_{35}\text{Br}^-$ ,  ${}_{37}\text{Rb}^+$  y  ${}_{18}\text{Ar}$  son isoelectrónicas.
  - Los nucleidos  ${}^{35}_{17}\text{X}$  y  ${}^{37}_{17}\text{X}$  son isótopos.
  - Si dos átomos tienen el mismo número másico, pertenecen al mismo elemento.
5. Un átomo del elemento M forma un catión divalente isoelectrónico con el ion  ${}^{79}\text{Z}^-$  que posee 44 neutrones en su núcleo. Determinen el número atómico de M.
6. Una molécula de  $\text{XO}_2$  tiene en total 23 protones y 24 neutrones. Si se considera que los átomos de oxígeno corresponden a su isótopo más abundante, el  ${}^{16}\text{O}$ , determinen el número atómico y el número másico de X. Identifiquen al elemento X con su símbolo.
7. Escriban la configuración electrónica (CE) de los átomos de los elementos de número atómico (Z): 19, 34, 18, 56, 23, 14.
8. Escriban la CE de los siguientes iones, e indiquen el número de electrones en el último nivel energético:  $\text{Li}^+$   $\text{O}^{2-}$   $\text{Ba}^{2+}$   $\text{P}^{3-}$   $\text{Sr}^{2+}$   $\text{Al}^{3+}$
9. Escriban la configuración electrónica externa (CEE) de las siguientes especies:  
 $\text{Na}^+$   $\text{Te}$   $\text{As}^{3-}$   $\text{Rb}^+$   $\text{I}^-$   $\text{Ne}$   
Indiquen cuáles de estas son isoelectrónicas.
10. Dados los elementos de Z: 11, 16, 20, 52 y 30, identifiquen con sus símbolos a:
- los metales;
  - al/a los elemento/s de transición;
  - los elementos que pertenecen al mismo grupo;

d) los elementos que pertenecen al mismo período.

- 11.** Clasifiquen a los elementos de  $Z = 2, 3, 9, 10, 12, 19, 38$  y  $53$  en: halógenos, metales alcalinos, metales alcalino-térreos y gases nobles.
- 12.** Un átomo del quinto metal alcalino forma un ion isoelectrónico con el anión  $X^{2-}$ . Identifiquen al elemento X con su símbolo.
- 13.** Indiquen si los siguientes enunciados son correctos (C) o incorrectos (I). Justifiquen las respuestas.
- a) Un electrón que se encuentra en el subnivel  $4p$  tiene menor energía que uno que se encuentra en el subnivel  $4f$ .
  - b) Un electrón que se encuentra en el subnivel  $4s$  tiene menor energía que uno que se encuentra en el subnivel  $5s$ .
  - c) La CEE del  $Mg^{2+}$  es  $3s^2$ .
  - d) Los cationes divalentes que forman los átomos del segundo metal alcalino son isoelectrónicos con los aniones monovalentes que forman los átomos del segundo halógeno.
  - e) La CEE del ion que forma un átomo del cuarto halógeno es  $4s^2 4p^6$ .
- 14.** La molécula  $RX_4$  está formada por 74 protones y por 78 neutrones. El elemento X es el segundo halógeno y el isótopo del elemento R posee el mismo número de protones que de neutrones.
- a) Identifiquen al elemento X con su símbolo.
  - b) Indiquen el número de neutrones presentes en el isótopo de X.
  - c) Escriban la CE del átomo R.
- 15.** Para cada terna de elementos, ordenen en forma creciente el radio atómico:
- a)  $^{12}Mg$     $^{17}Cl$     $^{14}Si$
  - b)  $^{19}K$     $^{55}Cs$     $^3Li$
  - c)  $^4Be$     $^7N$     $^{20}Ca$
- Justifiquen las respuestas.
- 16.** Se dispone de los siguientes valores de energía de primera ionización ( $E_i$ ):
- a)  $1008,5 \text{ KJ/mol}$    b)  $708,7 \text{ KJ/mol}$    c)  $1251,3 \text{ KJ/mol}$
- Asignen a cada uno de los siguientes elementos: I, Cl y Sn, el valor que le corresponde. Justifiquen las respuestas.
- 17.** Ordenen en forma creciente el carácter metálico de los siguientes elementos:
- Sn   Sr   Ba   Si

**18.** Dados los elementos R, Q, T, y los siguientes datos:

- el isótopo  $^{40}\text{R}$  tiene 21 neutrones en su núcleo;
- Q forma un anión divalente que tiene 18 electrones;
- la CEE del átomo de T es  $3s^2$ .

Indiquen:

- a) el símbolo del ion más estable de R;
- b) el número de neutrones que tiene el núcleo del isótopo  $^{34}\text{Q}$ ;
- c) la notación adecuada del isótopo del elemento T que tiene 13 neutrones en su núcleo.

**19.** Un átomo del elemento R forma un catión divalente isoelectrónico con la especie  $^{37}\text{Q}^-$  cuyo núcleo tiene 20 neutrones. Indiquen:

- a) el símbolo y el número atómico de R y de Q;
- b) el número de neutrones de un átomo de  $^{35}\text{Q}$ ;
- c) la CEE del catión divalente que forma R;
- d) el símbolo de un elemento que pertenezca al mismo grupo que Q, cuyos átomos presenten mayor energía de primera ionización.

**20.** Identifiquen con su símbolo a los átomos de los elementos que poseen las siguientes CEE:

- a)  $3s^2 3p^3$     b)  $4s^2 3d^1$     c)  $5s^1$     d)  $4s^2 4p^4$     e)  $6s^2 4f^3$

## Bloque 2

**1.** Indiquen cuáles de estos datos, **Z** y/o **A**, se necesitan para calcular:

- a) el número de protones de un átomo;
- b) el número de neutrones;
- c) el número de partículas positivas en el núcleo;
- d) el número de electrones en un anión monovalente.

**2.** A partir de la siguiente información y de la tabla periódica, escriban los símbolos químicos de los nucleidos correspondientes:

- a) 14 protones y 16 neutrones;
- b) 50 neutrones y  $Z = 37$ ;
- c) 13 protones y 14 neutrones;
- d) un átomo de cloro con 20 neutrones.

**3.** Completen las ecuaciones de formación de los siguientes iones:



4. Se sabe que una partícula está formada por 15 protones, 18 electrones y 16 neutrones. Indiquen:
- a) si este conjunto de partículas subatómicas constituye a un átomo o a un ion;
  - b) el símbolo de la especie correspondiente;
  - c) cuál de los siguientes iones es isoelectrónico con la partícula mencionada:  
 $\text{Ca}^{2+}$     $\text{F}^-$     $\text{Na}^+$     $\text{S}^{2-}$
5. Un átomo del elemento E forma un anión divalente isoelectrónico con el catión monovalente que forma un átomo de potasio. Indiquen el número másico de E, si se sabe que tiene 17 neutrones en su núcleo.
6. Determinen el número másico de X si se sabe que tiene 20 neutrones en su núcleo y forma un ion mononegativo que es isoelectrónico con  ${}_{20}\text{R}^{2+}$ .
7. Los iones  $\text{X}^{3-}$  y  $\text{Sr}^{2+}$  son isoelectrónicos. Identifiquen con su símbolo al elemento X.
8. Los átomos Q y R tienen el mismo número másico. Un átomo de R forma un catión trivalente constituido por 25 electrones y 30 neutrones. El átomo Q tiene dos protones menos que R.
- a) Indiquen el número atómico y el número másico de Q y de R.
  - b) Calculen el número de neutrones de un átomo de Q.
  - c) Identifiquen con su símbolo a los elementos mencionados.
9. Escriban la CE y la configuración electrónica externa (CEE) de los átomos de los siguientes elementos: Be   Sr   Zn   Mn   As
10. A partir de las siguientes CEE, indiquen si los elementos son representativos o de transición, e identifíquenlos con sus símbolos.
- a) CEE:  $4s^2 4p^3$
  - b) CEE:  $4s^2 3d^3$
  - c) CEE:  $6s^1$
  - d) CEE:  $4s^2 4p^6$
11. El ion  $\text{E}^{2-}$  es isoelectrónico con un átomo del tercer gas noble. Indiquen grupo y período al que pertenece el elemento E.
12. Escriban el símbolo del ion más estable que pueden formar los átomos de los siguientes elementos:
- a) Na
  - b) N
  - c) K
  - d) I

- 13.** El elemento M es representativo y forma el catión  $M^{2+}$  cuya CEE es  $4s^2 4p^6$ .
- Identifiquen a M con su símbolo e indiquen a qué grupo y período pertenece.
  - Indiquen cuántos neutrones tiene en su núcleo el isótopo  $^{88}M$ .
- 14.** Una molécula de  $RX_3$  tiene en total 66 protones. Se sabe que R es un elemento representativo del tercer período que tiene 5 electrones en su CEE, determinen el grupo y período al que pertenece X.
- 15.** Un átomo del elemento T forma un anión monovalente isoelectrónico con el quinto gas noble.
- Identifiquen al elemento T con su símbolo.
  - Indiquen el número de neutrones del isótopo de T cuyo número másico es 131.
  - Ordenen de mayor a menor el carácter metálico de los elementos Ba, Sr y el elemento mencionado en el enunciado.
- 16.** Un átomo de  $^{22}X$  es isoelectrónico con el ion  $^{24}T^{2+}$ . El núcleo de  $T^{2+}$  está formado por igual número de protones que de neutrones. Indiquen:
- la CEE de T;
  - el número de partículas sin carga eléctrica que constituye a un átomo de  $^{22}X$ ;
  - el grupo y el período al que pertenecen ambos elementos.
  - el símbolo de un elemento del mismo período que T, cuyos átomos tengan menor radio atómico.
- 17.** Los elementos M y Q pertenecen al segundo período. Q es un halógeno y M es un metal alcalino.
- Indiquen:
- el símbolo del ion más estable que forma Q y su CEE;
  - el símbolo de M y el grupo al que pertenece;
  - el tipo y número de partículas que hay en el núcleo de  $^7M$ ;
  - el símbolo del átomo que presenta mayor energía de primera ionización.
- 18.** Dados los átomos de los elementos de número atómico 19, 16, 25 y 35, indiquen:
- el tipo y el número de partículas que componen al isótopo  $^{81}_{35}X$
  - el símbolo del elemento de transición;
  - la CE del ion más estable que forma el átomo del elemento de  $Z=16$ ;
  - el símbolo del elemento de mayor carácter metálico que pertenece al período 4.
- 19.** El átomo del elemento T forma un anión divalente cuya CEE es  $3s^2 3p^6$ . Un átomo de T forma con un átomo del elemento X el compuesto de fórmula XT que tiene 36 protones.
- Identifiquen a X con su símbolo.
  - Indiquen el número de neutrones de un átomo de  $^{44}X$ .

c) Escriban la CE de T.

**20.** Dada la fórmula del compuesto  $K_2S$ . Indiquen:

- a) el símbolo del átomo del elemento que es isoelectrónico con el anión y el catión que forman una unidad de fórmula de ese compuesto y escriban su CEE;
- b) el número de neutrones que tiene el isótopo del elemento más electronegativo del compuesto dado, cuyo número másico es 34;
- c) la CE del ion más estable que forma el potasio.

**21.** Un átomo del elemento X forma un ion dipositivo isoelectrónico con  ${}_{35}R^-$ . El elemento T está ubicado en el mismo período que R y en el mismo grupo que X.

- a) Indiquen los símbolos químicos correspondientes a los elementos X y T.
- b) Escriban la CEE de  ${}_{35}R^-$ .
- c) Determinen la composición nuclear del isótopo  ${}^{87}X$ .

**22.** El ion  ${}^{41}R^+$  es isoelectrónico con el tercer gas noble. Otro elemento M posee un isótopo de número másico 34, cuyo núcleo tiene 4 neutrones menos que el isótopo  ${}^{41}R^+$ .

- a) Indiquen el número de neutrones en el núcleo de  ${}^{41}R^+$ .
- b) Escriban la CEE del átomo del elemento M.
- c) Identifiquen a R con su símbolo y escriban su CE.



[illegible]

*Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a este capítulo, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.*

1. Describan las características de los distintos tipos de uniones químicas (iónica, covalente y metálica).
2. Resuman las características generales de las sustancias iónicas, covalentes moleculares y metálicas.
3. Indiquen qué representan:
  - a) las fórmulas mínimas y las moleculares;
  - b) cada uno de los términos (símbolos, puntos o cruces, corchetes, etc.) utilizados en las estructuras de Lewis.
4. Expliquen, utilizando el concepto de electronegatividad, la polaridad de los enlaces y cómo se representa el momento dipolar.
5. Realicen un resumen de la nomenclatura de los compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios.

## Ejercicios

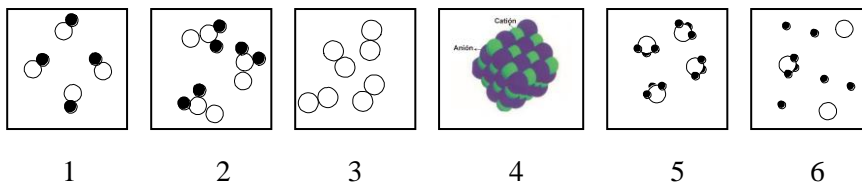
A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

### Bloque 1

1. En cuál de los recipientes se representan:

- a) moléculas de  $\text{NH}_3$     b) moléculas de  $\text{Cl}_2$     c) un cristal de  $\text{KCl}$



2. Identifiquen el tipo de uniones involucradas en una unidad elemental (molécula o unidad de fórmula) de:

- a)  $\text{BF}_3$     b)  $\text{K}_2\text{O}$     c)  $\text{C}_2\text{H}_6$     d)  $\text{SeO}_2$     e)  $\text{KBr}$     f)  $\text{CaCl}_2$

3. A partir de las siguientes fórmulas, indiquen el tipo de unión, el tipo de partículas que constituyen a las sustancias y dibujen sus estructuras de Lewis:

- a)  $\text{NaF}$     b)  $\text{AsH}_3$     c)  $\text{SiCl}_4$     d)  $\text{LiCl}$     e)  $\text{PCl}_3$     f)  $\text{Ca}_3\text{N}_2$     g)  $\text{SO}_2$     h)  $\text{Li}_2\text{O}$     i)  $\text{N}_2\text{O}_5$

4. Dibujen la estructura de Lewis de los siguientes iones:



5. Determinen los números de oxidación de todos los elementos que forman las siguientes especies:

$\text{MnO}_2$      $\text{Fe}^{3+}$      $\text{S}^{2-}$      $\text{AsH}_3$      $\text{Al}_2\text{S}_3$      $\text{NO}_2$      $\text{Na}_2\text{SO}_4$      $\text{KMnO}_4$

$\text{CrO}_4^{2-}$      $\text{NO}_3^-$      $\text{NH}_4^+$      $\text{CuH}$

**6. Completen el siguiente cuadro:**

<b>Fórmula empírica</b>	<b>Nombre</b>	<b>Clasificación</b>	<b>Estructura de Lewis</b>
CaF <sub>2</sub>		sal binaria	
	trióxido de dinitrógeno		
LiBr			
	heptóxido de dicloro		
H <sub>2</sub> S			
	óxido de cesio		

**7. Completen el siguiente cuadro:**

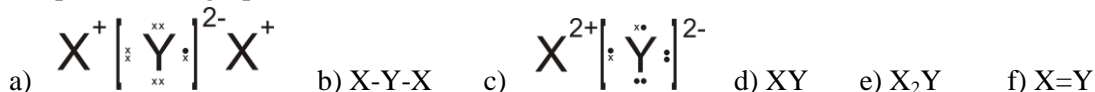
<b>Fórmula empírica</b>	<b>Nombre</b>	<b>Clasificación</b>	<b>Estructura de Lewis</b>
Mg(OH) <sub>2</sub>			
	ácido clórico		
Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>3</sub>			
	hidróxido de cobre (I)		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			
	carbonato de amonio		
KHS	hidrógeno sulfuro de potasio		
HNO <sub>3</sub>			
	hidrógeno sulfito de níquel (III)		

**8. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I).**

Justifiquen las respuestas.

- Todos los compuestos binarios constituidos por metales y no metales son iónicos.
- Los átomos tienen mayor estabilidad al adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano.
- En una unión covalente dativa, o coordinada, uno de los átomos es el que aporta el par de electrones que es compartido.
- Los átomos de los elementos que presentan valores altos de energía de ionización pueden formar enlaces metálicos.

9. Indiquen cuál/es de las siguientes representaciones y/o fórmulas es/son correcta/s para un compuesto formado por un elemento X, que pertenece al grupo 2, y otro elemento Y, que pertenece al grupo 16:



10. Escriban la fórmula empírica, la estructura de Lewis y el nombre de:

- un hidróxido formado por un catión trivalente;
- un hidróxido de un metal alcalino-térreo;
- una molécula formada por tres átomos de hidrógeno, un átomo de fósforo y cuatro átomos de oxígeno;
- un oxoácido en el que el no metal actúe con estado de oxidación: i) +1; ii) +4; iii) +5 respectivamente;
- un oxoanión monovalente y uno divalente;
- un oxoanión que presente:
  - 2 uniones covalentes simples y 1 unión covalente doble,
  - 1 unión covalente simple,
  - 1 unión covalente simple y 2 uniones covalentes dativas;
- una oxosal en la que el metal actúe con estado de oxidación +3 y el no metal con estado de oxidación +4;
- una oxosal formada por un metal del grupo 2 y un no metal del grupo 17;
- una oxosal formada por  $PO_4^{3-}$  y  $K^+$ .

11. Dados los números atómicos (Z) 9, 17, 55, 38 y 53, de diferentes átomos, indiquen:

- los símbolos de los que solo presentan números de oxidación positivos;
- el símbolo del que tiene el valor de electronegatividad más bajo;
- el tipo de unión que predomina en el compuesto constituido por los elementos cuyos números atómicos son 9 y 55.

12. Representen el vector momento dipolar para cada uno de los siguientes enlaces:

- Si—Cl
- C—O
- N—F
- O—Cl
- Si—N

13. a) Clasifiquen a las siguientes sustancias en iónicas o covalentes moleculares según corresponda:



- Escriban sus estructuras de Lewis, indicando el tipo de uniones presentes en cada una.
- Indiquen el nombren de cada una de las sustancias.

## Bloque 2

1. Escriban la notación de Lewis para los átomos de los siguientes elementos: carbono, aluminio, sodio, argón, flúor, azufre y fósforo.
2. a) Elijan un metal alcalino e indiquen qué tipo de unión establece con:
  - i) el nitrógeno
  - ii) el yodo.b) Escriban las estructuras de Lewis y la fórmula empírica para las unidades elementales de cada una de las sustancias del punto anterior.
3. Representen las estructuras de Lewis y las fórmulas mínimas de las unidades elementales de los compuestos constituidos por los siguientes elementos:  
a)  $_{19}\text{K}$  y  $_{17}\text{Cl}$     b)  $_{20}\text{Ca}$  y  $_{8}\text{O}$     c)  $_{3}\text{Li}$  y  $_{16}\text{S}$     d)  $_{13}\text{Al}$  y  $_{9}\text{F}$     e)  $_{12}\text{Mg}$  y  $_{35}\text{Br}$
4. a) Elijan un elemento del grupo 16 e indiquen qué tipo de unión establece con:
  - i) el carbono,
  - ii) el cloro.b) Escriban las estructuras de Lewis y las fórmulas moleculares para las unidades elementales de cada una de las sustancias del punto anterior.
5. Indiquen cuál/es de las siguientes moléculas presenta/n al menos un enlace covalente dativo o coordinado:  
a)  $\text{NH}_3$     b)  $\text{SO}_2$     c)  $\text{CS}_2$     d)  $\text{SO}_3$
6. Escriban las fórmulas de los óxidos que forman los siguientes elementos, con sus diferentes estados de oxidación: litio, bromo, hierro, cobre y selenio.
7. a) Indiquen el tipo de unión que predomina en los compuestos constituidos por los siguientes pares de elementos: i) P y I, ii) S y K, iii) H y C y iv) Al y O, y las unidades elementales (moléculas o unidades de fórmula) que constituyen cada una de las sustancias.  
b) Dibujen las estructuras de Lewis y escriban las fórmulas empíricas y las fórmulas desarrolladas según corresponda.

8. Completen el siguiente cuadro:

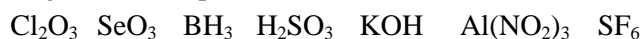
Fórmula empírica	Nombre	Clasificación	Estructura de Lewis
MgO			
	bromuro de hidrógeno		
K <sub>2</sub> Se			
	pentóxido de dibromo		
Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub>			

9. Un átomo del elemento R que pertenece al grupo 15 y período 2, se une a átomos del segundo halógeno. Además, constituye otro compuesto de fórmula M<sub>3</sub>R, con el tercer metal alcalino.

- Escriban las estructuras de Lewis de ambas unidades elementales.
- Clasifiquen ambos compuestos según el tipo de unión química.

10. Escriban el nombre de los siguientes iones:  $\text{CO}_3^{2-}$   $\text{BrO}_4^-$   $\text{IO}^-$   $\text{NO}_2^-$

11. a) Dibujen las estructuras de Lewis de las unidades elementales (moléculas o unidades de fórmula) de los siguientes compuestos:



- Indiquen en cuáles de las moléculas del punto anterior, los átomos centrales no cumplen la Regla del octeto.

12. Completen el siguiente cuadro:

Fórmula empírica	Nombre	Clasificación	Estructura de Lewis
Ca(OH) <sub>2</sub>			
	ácido hipobromoso		
Li <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>			
HClO <sub>2</sub>			
	nitrato de magnesio		
HIO <sub>4</sub>			
	sulfato de calcio		

NaHCO <sub>3</sub>			
--------------------	--	--	--

- 13.** Escriban la fórmula y nombren la oxosal que forma el anión NO<sub>3</sub><sup>-</sup> y el catión que forma el Fe (hierro) con su menor estado de oxidación.
- 14.** Escriban la fórmula y nombren el oxoácido que forma el nitrógeno cuando actúa con estado de oxidación +3.
- 15.** Uno de los iones estables del plomo es tetravalente. Indiquen:
- el símbolo del ion;
  - la fórmula del óxido correspondiente;
  - la fórmula del sulfato de plomo (IV).
- 16.** Escriban las fórmulas mínimas y los nombres de las sustancias constituidas por los cationes, indicados en las columnas y los aniones, indicados en las filas, como se muestra en el ejemplo.

iones	Fe <sup>3+</sup>	Li <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>
O <sup>2-</sup>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> óxido de hierro (III)		
F <sup>-</sup>			
OH <sup>-</sup>			
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>			
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>			
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>			

- 17.** Un átomo del elemento X forma con tres átomos de oxígeno un anión monovalente, en el que todos los átomos cumplen con la Regla del octeto. Además, se sabe que el número atómico de X es mayor que 3 y menor que 9. Escriban la estructura de Lewis y el nombre de dicho anión, identificando a X con su símbolo.
- 18.** a) Escriban la fórmula y el nombre de la oxosal formada por aniones ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> y iones Cu<sup>2+</sup>.  
b) Dibujen la estructura de Lewis del anión.

- 19.** A partir de las fórmulas de las siguientes moléculas, indiquen cuáles presentan enlaces no polares:
- a)  $\text{CO}_2$       b)  $\text{O}_2$       c)  $\text{CH}_4$       d)  $\text{Br}_2$       e)  $\text{CCl}_4$
- 20.** a) Escriban las estructuras de Lewis y el nombre de los siguientes oxoácidos:
- i)  $\text{H}_3\text{PO}_4$   
ii)  $\text{H}_2\text{SeO}_4$
- b) Indiquen tipo y número de enlaces presentes en las moléculas de cada uno de los ácidos del punto anterior. Clasifiquen los enlaces covalentes en polares y no polares según corresponda.



*Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a este capítulo, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.*

1. Resuman las ideas principales de la Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia.
2. Definan geometría electrónica, geometría molecular y ángulo de enlace.
3. Indiquen qué consideraciones se tienen en cuenta para determinar la polaridad de: a) moléculas diatómicas y b) moléculas de más de dos átomos.
4. Describan las características de las fuerzas de atracción entre las partículas que constituyen a las distintas sustancias: iónicas, moleculares y metálicas.
5. Definan las siguientes propiedades físicas: punto de ebullición y punto de fusión.
6. Expliquen la relación que existe entre la intensidad de las fuerzas de atracción entre las partículas (átomos, iones o moléculas) y los puntos de ebullición y de fusión.
7. Definan el concepto de solubilidad y expliquen el proceso de disolución a nivel submicroscópico.
8. Describan las características que presenta un material para conducir la corriente eléctrica.

9. Expliquen por qué las sustancias iónicas tienen puntos de fusión mayores a los de las sustancias moleculares.

## Ejercicios

*A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.*

*Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.*

### Bloque 1

1. Indiquen la geometría electrónica, la geometría molecular y el ángulo de enlace que queda determinado entre el átomo central y dos de los átomos adyacentes de las siguientes moléculas:

a)  $\text{CO}_2$    b)  $\text{H}_2\text{O}$    c)  $\text{SO}_2$    d)  $\text{BeCl}_2$    e)  $\text{Cl}_2\text{O}$    f)  $\text{NH}_3$   
g)  $\text{SO}_3$    h)  $\text{CH}_4$    i)  $\text{CHCl}_3$    j)  $\text{PCl}_3$    k)  $\text{SiBr}_4$

2. Indiquen la geometría electrónica, la geometría del ion y el ángulo de enlace que queda determinado entre el átomo central y dos de los átomos adyacentes en los siguientes iones:

a)  $\text{CO}_3^{2-}$    b)  $\text{BrO}_4^-$    c)  $\text{NO}_2^-$    d)  $\text{NH}_4^+$    e)  $\text{ClO}_2^-$    f)  $\text{IO}_3^-$    g)  $\text{SO}_3^{2-}$    h)  $\text{H}_3\text{O}^+$

3. Dadas las fórmulas de las siguientes moléculas:  $\text{Cl}_2$     $\text{HCl}$     $\text{NCl}_3$     $\text{HClO}$

- a) indiquen el estado de oxidación del cloro en cada una;  
b) dibujen las estructuras de Lewis;  
c) determinen la geometría molecular en cada caso y justifiquen utilizando TRePEV, según corresponda;  
d) indiquen la polaridad de las distintas moléculas y de cada uno de los enlaces entre los átomos que las forman; justifiquen las respuestas.

**4.** El selenio forma diferentes óxidos.

- Indiquen la fórmula del óxido constituido por moléculas de geometría angular.
- Escriban la estructura de Lewis del óxido cuyas moléculas presenten el mayor ángulo de enlace.
- Determinen cuál de los compuestos anteriores está formado por moléculas polares. Justifiquen la respuesta.

**5.** A partir de los siguientes elementos: H Se O Cl Ca

- escriban la fórmula de dos compuestos binarios cuyas moléculas presenten el mismo tipo de geometría molecular;
- dibujen la estructura de Lewis del anión tetraatómico que forman el cloro y el oxígeno;
- indiquen la fórmula y el nombre de un compuesto binario cuyas moléculas presenten  $\mu_t = 0$  D.

**6.** Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.

- En una molécula diatómica el ángulo de enlace es de  $180^\circ$ .
- Para determinar la polaridad de una molécula de tres o más átomos, es necesario conocer la geometría de la misma.
- La geometría de una molécula siempre coincide con su geometría electrónica.
- Una molécula es polar si todos los momentos dipolares de los enlaces son iguales en módulo.
- La polaridad de las moléculas diatómicas coincide con la polaridad del enlace de los átomos que las forman.

**7.** Indiquen el tipo de fuerzas intermoleculares presentes en cada una de las siguientes sustancias:

- |                           |                           |                             |                  |                 |
|---------------------------|---------------------------|-----------------------------|------------------|-----------------|
| a) $\text{CBr}_4$         | b) $\text{HNO}_2$         | c) $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ | d) $\text{Cl}_2$ | e) $\text{HBr}$ |
| f) $\text{CH}_3\text{OH}$ | g) $\text{CH}_3\text{Cl}$ | h) $\text{SeCl}_2$          | i) $\text{PI}_3$ |                 |

**8.** En cada uno de los siguientes pares, seleccionen la sustancia que presente mayor punto de ebullición. Justifiquen las respuestas.

- a)  $\text{CO}_2$  y  $\text{SO}_2$     b)  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_2\text{Se}$     c)  $\text{NaF}$  y  $\text{BF}_3$     d)  $\text{CH}_4$  y  $\text{SiH}_4$

9. Predigan el orden de las siguientes sustancias según sus puntos de ebullición crecientes. Justifiquen la respuesta.



10. A partir de las interacciones intermoleculares, ordenen las siguientes sustancias en forma creciente de solubilidad en agua:



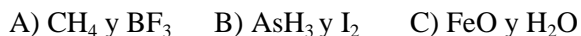
11. Dadas las fórmulas de las sustancias  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{Fe}$ , elijan:

- a) dos sustancias insolubles en agua;
- b) dos sustancias, que en estado líquido, conduzcan la corriente eléctrica;
- c) la de menor punto de fusión;
- d) una sustancia formada por moléculas polares.

12. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.

- a) Las fuerzas de London son siempre menos intensas que las otras fuerzas intermoleculares.
- b) La energía necesaria para que una sustancia molecular en estado líquido se evapore, se utiliza para romper uniones entre los átomos dentro de las moléculas.
- c) La intensidad de las fuerzas de London depende del tamaño de la nube electrónica.
- d) La energía necesaria para que una sustancia iónica funda, se utiliza para vencer las fuerzas intermoleculares.
- e) En las sustancias moleculares, la intensidad con que se atraen las moléculas depende de las contribuciones de todas las fuerzas de atracción entre estas.
- f) En un sólido molecular, el extremo con densidad de carga positivo de una molécula se atrae con el extremo de densidad de carga negativo de otra molécula cercana.

13. Se dispone de los siguientes pares de sustancias:



- a) Indiquen el tipo de sustancia, las partículas que las forman y el tipo de fuerzas de atracción que las mantiene unidas en estado sólido.

- b) Determinen en cada par:
- el nombre de la sustancia que presente mayor intensidad de las fuerzas de atracción entre sus partículas.
  - la sustancia de menor punto de ebullición.
  - la/s que se disuelven en  $\text{CCl}_4$ .
- Justifiquen las respuestas del punto b).

**14.** A partir de la siguiente información:

- el elemento R es el tercer metal alcalino,
  - un átomo del elemento T forma un anión monovalente isoelectrónico con el Ar,
  - X es el elemento más electronegativo del grupo 15.
- Escriban la fórmula e indiquen el tipo de unión química presente en las unidades elementales de los compuestos formados por:
    - R y T
    - T y X
  - Indiquen cuál de los dos compuestos cumple con cada una de las siguientes condiciones:
    - Es un sólido cristalino a temperatura ambiente.
    - No conduce la corriente eléctrica.
    - Está formado por moléculas polares.

## Bloque 2

- 1.** Completen la siguiente tabla (*en las fórmulas dadas, se indica en negrita el átomo central de cada molécula*):

Fórmula	Estructura de Lewis	Geometría molecular	Ángulo de enlace ( $\alpha$ )	Momento dipolar ( $\mu_T = \text{ó } \mu_T \neq \text{OD}$ )
$\text{CS}_2$				
$\text{NBr}_3$				
$\text{H}_2\text{S}$				
$\text{SeO}_2$				
$\text{SCl}_2$				

<b>SiF<sub>4</sub></b>				
<b>Cl<sub>2</sub>CO</b>				
<b>SiH<sub>3</sub>Cl</b>				
<b>NHCl<sub>2</sub></b>				

2. Indiquen la geometría y la polaridad de cada una de las moléculas formadas por:
- un átomo central, sin pares de electrones libres, unido a tres átomos idénticos;
  - un átomo central, con un par de electrones libres, unido a tres átomos idénticos;
  - un átomo central, sin pares de electrones libres, unido a dos átomos idénticos.
3. Dadas las fórmulas de las siguientes moléculas, indiquen la que presente mayor ángulo de enlace entre el átomo central y dos de los átomos adyacentes: Cl<sub>2</sub>O   BeI<sub>2</sub>   AlBr<sub>3</sub>
4. Un átomo del elemento fósforo forma con átomos del elemento oxígeno un anión trivalente cuyo átomo central no posee pares de electrones libres.
- Escriban la estructura de Lewis de dicho anión.
  - Indiquen la geometría y el ángulo de enlace. Justifiquen la respuesta en base a los postulados de TRePEV.
5. Dados los elementos: H, C, S, O, Na, Br y P, escriban la fórmula de:
- un oxoanión con geometría triangular;
  - una molécula binaria no polar;
  - un oxoanión con geometría tetraédrica;
  - una molécula tetratómica polar.
6. Un átomo del elemento nitrógeno forma oxoaniones monovalentes. Escriban:
- la fórmula del oxoanión que posea geometría triangular;
  - la estructura de Lewis del oxoanión cuyo ángulo de enlace sea menor que 120°;
  - la fórmula de la oxosal que forma el anión del punto anterior con el tercer metal alcalino térreo.

- 7.** Dadas las fórmulas de los siguientes iones:  $\text{NO}_3^-$   $\text{SeO}_3^{2-}$   $\text{BrO}_4^-$
- escriban la estructura de Lewis del que posee geometría tetraédrica;
  - indiquen en cuál de estos, el ángulo de enlace es mayor;
  - identifiquen al anión que posee geometría piramidal y justifiquen su respuesta en base a los postulados de TRePEV.
- 8.** El catión calcio forma una oxosal de fórmula  $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$ .
- Dibujen la estructura de Lewis de la oxosal.
  - Determinen la geometría y el valor aproximado del ángulo de enlace del anión que constituye al compuesto.
  - Escriban el nombre de la oxosal del compuesto del punto a).
- 9.** Dadas las fórmulas de las siguientes sustancias, indiquen en cuál o cuáles, las moléculas se atraen por la contribución de las fuerzas puente de hidrógeno, dipolo-dipolo y de London:
- a)  $\text{CH}_3\text{F}$    b)  $\text{BH}_3$    c)  $\text{CH}_3\text{OH}$
- 10.** Indiquen qué fuerzas de atracción hay que vencer para producir los siguientes cambios de estado:
- fundir  $\text{I}_2$ ;
  - hervir agua;
  - fundir  $\text{NaCl}$ .
- 11.** Expliquen las siguientes afirmaciones:
- Los metales son dúctiles y maleables.
  - Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos y en solución acuosa.
- 12.** Un átomo de azufre forma con átomos de oxígeno un anión divalente que tiene 42 electrones.
- Dibujen la estructura de Lewis del anión.
  - Indiquen si su ángulo de enlace será mayor, menor o igual al del anión  $\text{IO}_4^-$ .

- c) Escriban la fórmula y el nombre de la sustancia que formará el anión mencionado en el enunciado con el catión calcio.
- d) Indiquen el tipo de fuerzas de atracción que hay que vencer para fundir la sustancia del punto c).

**13.** A partir de los elementos Ca, Cl, N, B, escriban la fórmula de un compuesto binario para cada una de las siguientes condiciones:

- a) que sus moléculas presenten geometría molecular piramidal;
- b) que en solución acuosa conduzca la corriente eléctrica;
- c) que presente entre sus moléculas solamente fuerzas de London.

**14.** Dadas las fórmulas de las sustancias  $I_2$ , NaOH,  $CO_2$  y HCN, indiquen:

- a) cuáles son solubles en  $CCl_4$ ;
- b) cuáles son solubles en agua.

Justifiquen las respuestas.

**15.** A partir de los valores dados en la tabla, justifiquen las diferencias de puntos de ebullición (PEb) entre las sustancias indicadas, teniendo en cuenta las fuerzas intermoleculares presentes.

Sustancia	PEb °C
$CH_4$	- 161
$CF_4$	- 128
$CCl_4$	77

**16.** Asignen a los compuestos:  $H_2S$ ,  $Cl_2$ , HF, los siguientes puntos de ebullición:

- 60,7°C    19,5°C    -34,0°C. Justifiquen la respuesta.

**17.** Dadas las fórmulas de las sustancias,  $PCl_3$ ,  $SiH_4$  y  $MgCl_2$ :

- a) predigan el orden creciente de sus puntos de ebullición; justifiquen la respuesta;
- b) escriban el nombre de la sustancia que puede conducir la corriente eléctrica mencionando en qué condiciones;
- c) indiquen la sustancia de menor solubilidad en agua.



**18.** Justifiquen las siguientes afirmaciones:

- a) El punto de ebullición del  $\text{CCl}_4$  es mayor que el punto de ebullición del  $\text{HF}$ .
- b) El punto de fusión del  $\text{CaBr}_2$  es mayor que el punto de fusión del  $\text{H}_2\text{O}$ .
- c) El  $\text{HCl}$  es soluble en agua.
- d) El punto de ebullición del  $\text{NH}_3$  ( $-33,0\text{ }^\circ\text{C}$ ) es aproximadamente igual al punto de ebullición del  $\text{Cl}_2$  ( $-33,9\text{ }^\circ\text{C}$ ).
- e) El cloruro de sodio es insoluble en tetracloruro de carbono.

*A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la*

*comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.*

*Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.*

## Bloque 1

1. Calculen la masa atómica promedio del silicio y del cobre utilizando los valores que figuran en la siguiente tabla:

Isótopo	Masa atómica (u)	% de abundancia
<sup>28</sup> Si	27,9769	92,2297
<sup>29</sup> Si	28,9765	4,6832
<sup>30</sup> Si	29,9738	3,0872
<sup>63</sup> Cu	62,9296	69,164
<sup>65</sup> Cu	64,9278	30,826

2. Indiquen la masa atómica promedio, expresada en unidades de masa atómica y en gramos, de los siguientes elementos: a) Be    b) C    c) Fe    d) Kr

Dato:  $1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

3. Indiquen la cantidad de átomos, y el número de átomos presentes en:
  - a) 46,0 g de sodio;
  - b) 80,0 g de calcio;
  - c) 1,00 Kg de aluminio;
  - d) 1,00 mg de hierro.
4. Se dispone de un cilindro de plata de base circular del que se sabe que tiene una altura de 3,00 cm, el radio de su base es de 7,00 mm y la densidad de la plata es  $10,5 \text{ g.cm}^{-3}$ .  
Calculen:
  - a) la masa de plata en el cilindro;

- b) el número de átomos de plata contenidos;
- c) la cantidad de plata.

**Dato:** Volumen del cilindro =  $\pi \cdot r^2 \cdot h$

5. Completen en la siguiente tabla las masas moleculares y las masas molares de las sustancias indicadas.

Nombre y fórmula de la sustancia	Masa molecular (u)	Masa molecular (g)	M (g/mol)
dióxido de nitrógeno, NO <sub>2</sub>			
ácido clórico, HClO <sub>3</sub>			
ácido pirofosfórico, H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>			
propano, C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>			
amoníaco, NH <sub>3</sub>			

6. Calculen la cantidad de moléculas y el número de moléculas presentes en:

- a) 1,00 mg de trióxido de azufre;
- b) 1,00 Kg de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;
- c) 1,00 g de CBr<sub>4</sub>.

7. Cierta jugo de frutas de una marca comercial contiene 28,6 g de ácido cítrico (C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>7</sub>) en 3,80 L del mismo. Si un adulto ingiere 500 mL de dicho jugo, determinen el número de moléculas y la cantidad de moléculas de ácido ingeridos.

8. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.

- a) La masa de una molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>) es de 32,0 g.
- b) La masa de un átomo de Ca es de 40,0 g.
- c) En 0,500 moles de moléculas de H<sub>2</sub> hay 6,02.10<sup>23</sup> átomos.
- d) En 5 moléculas de CO<sub>2</sub> hay igual número de átomos que en 2 moléculas de CCl<sub>4</sub>.
- e) En 8,25 g de agua hay mayor número de moléculas que en 85,0 g de PCl<sub>3</sub>.

9. Indiquen cuál de los siguientes sistemas presenta mayor número de moléculas:

- a) 1,00 mol de  $O_2$
- b) 36,0 g de  $H_2O$
- c) 3,00 moles de  $NH_3$
- d) 49,0 g de ácido sulfúrico

**10.** El ibuprofeno es un antiinflamatorio de fórmula  $C_{13}H_{18}O_2$  que se comercializa, por ejemplo, en comprimidos que contienen 400 mg de esta sustancia. Si una persona ingiere dos comprimidos en un día, determinen:

- a) la masa, expresada en gramos, de ibuprofeno ingerida en el día;
- b) la cantidad, expresada en mmoles, y el número de moléculas de ibuprofeno contenidos en los dos comprimidos.

**11.** Completen los espacios en blanco de la siguiente tabla.

Fórmula de la sustancia	Masa (g)	Cantidad de moléculas (mol)	Número de moléculas	Cantidad de átomos de hidrógeno (mol)	Número de átomos de hidrógeno
HI	75,0 g				
$NH_3$					$5,42 \cdot 10^{24}$ átomos de H
$C_2H_6$			$3,01 \cdot 10^{24}$ moléculas		
$CHCl_3$		1,50 mol			
$H_2SO_4$				5,00 mol	

**12.** Se dispone de una masa de etano ( $C_2H_6$ ) que contiene  $3,01 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno.

Calculen:

- a) la masa de etano;
- b) la cantidad de etano, expresada en milimoles;
- c) el número total de átomos presente en la muestra;
- d) la masa, expresada en gramos, de una molécula de etano.

**13.** En una determinada masa de  $N_2O_5$  hay presentes 84,0 g de nitrógeno. Determinen para la misma:

- a) la masa de  $N_2O_5$ ;

- b) la cantidad de moléculas de óxido;
- c) el número de átomos de oxígeno presente;
- d) el número de moléculas de  $\text{NH}_3$  que contiene igual masa de nitrógeno que la mencionada en el enunciado.

**14.** La masa de 4,20 mol de una sustancia es de 500 g, y su densidad ( $\rho$ ) a 20,0 °C es de 1,63 g/cm<sup>3</sup>. Calculen:

- a) el volumen molar de dicha sustancia;
- b) la masa de una molécula de la misma;
- c) la masa, expresada en gramos, de  $3,01 \cdot 10^{10}$  moléculas de dicha sustancia.

**15.** Calculen:

- a) la masa de acetona ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) que contienen 300 g de carbono;
- b) la cantidad de moléculas de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  que contienen  $6,85 \cdot 10^{25}$  átomos de oxígeno;
- c) la masa de  $\text{SO}_2$  que contiene el mismo número de átomos de oxígeno que los presentes en  $3,50 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{SO}_3$ ;
- d) el número de moléculas de  $\text{H}_2\text{S}$  que contienen igual masa de hidrógeno que la presente en 2,50 mol de  $\text{AsH}_3$ ;
- e) la cantidad de moléculas de  $\text{HClO}_4$  que tienen el mismo número de átomos de cloro que los contenidos en 65,0 g de  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ .

**16.** La melamina se usa para fabricar resinas plásticas, algunas de las cuales reemplazan a la madera o a los juguetes. Su fórmula molecular es  $\text{C}_3\text{H}_6\text{N}_6$ . Indiquen:

- a) la masa molar;
- b) la masa y el número de moléculas contenidos en 0,750 mol de melamina;
- c) el número de átomos de nitrógeno presentes en 5,86 g de melamina;
- d) la masa de carbono contenida en 35,0 g de melanina;
- e) la cantidad de átomos de hidrógeno, presente en  $5,00 \cdot 10^{24}$  moléculas de melamina.

**17.** Determinen la masa de calcio, en una mezcla formada por 0,300 moles de  $\text{CaO}$  y 40,0 g de  $\text{CaCO}_3$ .

- 18.** En un recipiente cerrado se mezclan 80,0 g de metano ( $\text{CH}_4$ ) y 2,50 mol de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ).  
Calculen:
- el número de moléculas en el recipiente;
  - el número de átomos de hidrógeno presentes en la mezcla;
  - la masa de etano que contiene igual número de átomos de carbono que los presentes en 80,0 g de  $\text{CH}_4$ .
- 19.** Un dentífrico contiene entre sus componentes un 0,220 % de NaF (fluoruro de sodio). Se dispone de un envase que contiene 105 g de dentífrico. Determinen para el mismo:
- la masa de NaF contenida en el envase;
  - la cantidad de cationes y la cantidad de aniones presentes en 3,50 g de dentífrico;
  - el número de aniones fluoruro ( $\text{F}^-$ ) presentes en el envase;
  - el número de iones  $\text{Na}^+$  presentes en 350 g de dentífrico.
- 20.** En determinadas condiciones de presión y de temperatura, el volumen que ocupan 3,00 mol de tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) es de 501 mL. Calculen:
- la densidad de la sustancia en esas condiciones;
  - la masa de cloro presente en 100 mL de la sustancia;
  - la cantidad de moléculas de  $\text{NCl}_3$  que contiene igual número de átomos de cloro que los presentes en 3,00 mol de  $\text{CCl}_4$ .
- 21.** Se sabe que la masa de  $7,34 \cdot 10^{25}$  moléculas de  $\text{XT}_3$  es de 4,15 kg y que 4,25 moles de átomos de X tienen una masa de 131,8 g.
- Calculen:
    - la masa atómica de T, expresada en unidades de masa atómica;
    - la masa de un átomo de X, expresada en gramos.
  - Identifiquen a los elementos X y T con sus símbolos.
- 22.** Se sabe que la masa de una molécula de  $\text{X}_2\text{O}_b$  es de 208 u y que la masa de un átomo de X es de  $1,33 \cdot 10^{-22}$  g. Calculen la atomicidad del oxígeno en la sustancia  $\text{X}_2\text{O}_b$  e identifiquen al elemento X con su símbolo.
- 23.** Se tiene la sustancia  $\text{R}(\text{NO}_3)_x$ ; se sabe que la masa de 2 átomos de R es de  $1,33 \cdot 10^{-22}$  g y que una unidad fórmula de  $\text{R}(\text{NO}_3)_x$  tiene una masa de 164 u. Calculen:

- a) el valor de  $x$  en  $R(NO_3)_x$ ;
- b) la masa molar de  $R(NO_3)_x$ ;
- c) la cantidad de aniones presentes en 820 g del compuesto;
- d) la masa de un átomo de nitrógeno.

## Bloque 2

1. Un átomo de Li tiene una masa de  $1,165 \cdot 10^{-26}$  kg. Determinen la masa atómica de este isótopo, expresada en unidades de masa atómica.
2. Indiquen la cantidad de átomos y el número de átomos presentes en:
  - a) 120 g de carbono;
  - b) 160 g de argón;
  - c) 1,00 g de potasio.
3. Calculen la masa de  $1,00 \cdot 10^{16}$  átomos de oxígeno, expresada en gramos y en microgramos.
4. Completen en la siguiente tabla las masas moleculares y las masas molares de las sustancias indicadas.

Nombre y fórmula de la sustancia	Masa molecular (u)	Masa molecular (g)	$M$ (g/mol)
ácido sulfúrico, $H_2SO_4$			
ozono, $O_3$			
tetracloruro de carbono, $CCl_4$			
dióxido de carbono, $CO_2$			
sulfuro de hidrógeno, $H_2S$			

5. Calculen la cantidad de moléculas y el número de moléculas presentes en:
  - a) 144 g de pentano ( $C_5H_{12}$ );
  - b) 230 g de  $NO_2$
  - c) 1,80 Kg de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ )
6. Indiquen la masa de 5,00 mol de cada una de las siguientes sustancias:
  - a)  $Ca(OH)_2$    b)  $NaNO_3$    c)  $Al_2(SO_4)_3$    d)  $CaCO_3$    e)  $Li_2SO_3$



7. Calculen la cantidad de sustancia en los sistemas formados por:

- a) 265 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- b) 140 g  $\text{BaSO}_4$
- c)  $2,48 \cdot 10^{18}$  moléculas de  $\text{CH}_4$
- d)  $4,15 \cdot 10^{22}$  moléculas de  $\text{SF}_6$

8. Calculen cuántos átomos de cloro (Cl) hay presentes en cada uno de los siguientes sistemas:

- a) 10 moléculas de  $\text{HCl}$
- b)  $2,00 \cdot 10^3$  moléculas de  $\text{Cl}_2$
- c)  $1,00 \cdot 10^6$  moléculas de  $\text{PCl}_3$
- d)  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{SiCl}_4$
- e) 1,50 mol de moléculas de  $\text{Cl}_2\text{O}$

9. El metano es el principal componente del gas natural. Su fórmula es  $\text{CH}_4$ . Determinen:

- a) la masa, expresada en unidades de masa atómica, de una molécula de metano;
- b) la cantidad de metano presentes en 300 g del gas;
- c) el número de átomos de hidrógeno presentes en 300 g del gas.

10. Indiquen cuál de los siguientes sistemas presenta menor número de átomos totales:

- a) 1,00 Kg de aluminio;
- b) 7,50 mol de hierro;
- c)  $1,81 \cdot 10^{25}$  moléculas de  $\text{O}_3$ ;
- d) 342 mg de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).

11. Se dispone de una muestra de 150 g de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ). Determinen para la misma:

- a) la masa de cobre;
- b) el número de átomos de oxígeno.

12. Una muestra de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (glucosa) contiene  $3,61 \cdot 10^{24}$  átomos de hidrógeno. Calculen:

- a) el número de moléculas de glucosa;
- b) la masa de carbono presente en la muestra.

13. La densidad del metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) a  $20,0^\circ\text{C}$  y a 1,00 atm es de  $0,793 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . Indiquen:

- a) el volumen molar del metanol en esas condiciones;
- b) el volumen que ocuparán  $4,56 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

- 14.** Un recipiente contiene 45,0 g de una mezcla compuesta por  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y  $\text{CaSO}_4$  en la que se encuentran  $2,54 \cdot 10^{23}$  iones  $\text{Na}^+$ . Calculen:
- las masas de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y  $\text{CaSO}_4$  presentes en la mezcla;
  - la cantidad total, expresada en milimoles, de iones sulfato contenidos.
- 15.** Se tiene una masa de sulfato de potasio ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) que contiene  $3,13 \cdot 10^{24}$  átomos de oxígeno. Determinen:
- la masa de sulfato de potasio;
  - el número de iones potasio presente en la muestra;
  - cuál de las siguientes opciones es la que indica la cantidad de sulfato de potasio que contiene  $3,13 \cdot 10^{24}$  átomos de oxígeno:
    - 1,30 mol de moléculas,
    - 1,30 mol de unidades fórmula,
    - 1,30 mol de cationes.
- 16.** El volumen molar de una sustancia desconocida,  $\text{C}_x\text{H}_6\text{O}$ , es de  $73,2 \text{ cm}^3/\text{mol}$ . Su densidad a  $25,0^\circ\text{C}$  y a 1,00 atm de presión es de  $0,792 \text{ g/cm}^3$ . Calculen:
- el número de átomos de carbono presentes en una molécula de  $\text{C}_x\text{H}_6\text{O}$ ;
  - el número de moléculas presentes en 50,0 mL de  $\text{C}_x\text{H}_6\text{O}$ .

1. Definan qué es una solución.
2. Expliquen el proceso de disolución, utilizando el modelo de partículas, e indiquen el tipo de interacción posible entre las partículas de ambas sustancias.
3. Indiquen las diferentes formas habituales de expresar la concentración de una solución.
4. Expliquen el proceso de dilución.
5. Escriban, en forma general, la ecuación que representa el proceso de disociación de una sal en agua.

## Ejercicios

A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

### Importante

En la resolución de ejercicios correspondientes a este tema, para facilitar el desarrollo matemático, consideramos:

- soluciones acuosas, salvo que se indique otro solvente;
- volúmenes aditivos, dado que el error que se comete no es significativo para los resultados esperados;
- la densidad del agua,  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/mL}$ ;
- las abreviaturas: *sc*, *st* y *sv* que representan solución, soluto y solvente respectivamente.

## Bloque 1

1. En un vaso que contiene 500 g de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), a cierta temperatura, se agregan agitando, 10 g de sacarosa (azúcar de mesa) hasta que se disuelven totalmente.

Indiquen:

- a) cuál de los componentes de la solución preparada es el soluto y cuál es el solvente;
- b) la masa de solución obtenida;
- c) el porcentaje en masa de sacarosa en la solución.

2. Se preparan 750 g de una solución acuosa que contiene 37,5 g de soluto disuelto. Calculen:
  - a) la masa de agua utilizada;
  - b) la masa de soluto disuelto en 100 g de solución (%m/m).
  
3. Se dispone de 250 mL de una solución que contiene 4,00 g de soluto disueltos. Expresen su concentración en:
  - a) %m/V
  - b) g st/L sc
  
4. El agua boricada (solución acuosa de ácido bórico) se utiliza para baños oculares. Si se disuelven 40,0 g de ácido bórico en 1000 g de agua, indiquen:
  - a) la masa de agua boricada obtenida;
  - b) el %m/m de la solución;
  - c) la densidad de la solución, si el volumen de la misma es de 1000 mL;
  - d) el %m/V de la solución.
  
5. Se dispone de una solución alcohólica de alcanfor al 16,8 %m/V. Determinen qué masa de soluto está presente en cada uno de los siguientes volúmenes de solución:
  - a) 500 mL
  - b) 0,350 L
  
6. Un recipiente contiene 0,750 mol de  $\text{NaNO}_3$  disueltos en 1500 mL de solución. Determinen:
  - a) la cantidad de soluto presente en 1,00 L de solución;
  - b) la concentración molar de la misma.
  
7. Se dispone de 300 mL de solución que contiene 1,20 g de nitrato de calcio ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ) disuelto.
  - a) Escriban la ecuación de disociación de la sal en agua.
  - b) Calculen la concentración molar de:
    - i) la solución;
    - ii) los iones calcio;
    - iii) los iones nitrato.

8. En un laboratorio se dispone de diferentes soluciones acuosas de:

- a)  $\text{AgNO}_3$    b)  $\text{MgCl}_2$    c)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$    d)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Completen la siguiente tabla:

sc	Ecuación de disociación	Molaridad de la sc	Molaridad del catión	Molaridad del anión	$\frac{[\text{catión}]}{[\text{anión}]}^*$
a) $\text{AgNO}_3$			1,20 M		
b) $\text{MgCl}_2$				0,900 M	
c) $\text{Na}_3\text{PO}_4$				0,0200 M	
d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		0,500 M			
* $\frac{[\text{catión}]}{[\text{anión}]}$ = Relación entre la concentración molar del catión y la concentración molar del anión					

9. En un recipiente se prepara una solución disolviendo 871 g de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  en 8,00 kg de agua. Calculen:

- a) la cantidad de soluto disuelta en 1,00 kg de solvente;  
b) la molalidad de la solución.

10. Se disuelven 3,50 g  $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$  (nitrito de hierro (II)) en 55,0 g de agua y se obtiene una solución de densidad  $1,08 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calculen:

- a) la concentración de la solución expresada en:  
i) %m/m;  
ii) g st/100 g sv;  
iii) molaridad;  
iv) molalidad;  
b) la masa de sal disuelta en 25,0 ml de solución;  
c) el número de aniones nitrito presentes en la solución del punto b).

11. Un recipiente contiene 200 mL de solución acuosa 15,0 %m/V de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Calculen:

- a) la concentración del anión y del catión expresada en:  
i) molaridad;  
ii) %m/V;  
b) el número de aniones y de cationes en la solución.

- 12.** Ordenen las siguientes soluciones acuosas de  $\text{Na}_2\text{S}$ , en forma creciente de sus concentraciones:
- a) 480 mg/mL sc
  - b) 0,250 M
  - c) 7,50 %m/V
  - d) 625 mmol/100 mL sc
- 13.** Se diluyen 50,0 mL de solución acuosa de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  8,00 %m/V hasta obtener 0,800 L de solución. Calculen la concentración de la solución expresada en %m/V y M.
- 14.** Calculen qué volumen de solución acuosa de  $\text{CaCl}_2$  20,0 %m/V se necesita para preparar 750 mL de solución 0,500 M del mismo soluto.
- 15.** Se agregan 200 g de agua a 300 g de solución 0,500 m de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ). Expresen la concentración de la solución obtenida en molalidad.
- 16.** Se disuelven 150 g  $\text{FeCl}_3$  en agua y se obtienen 500 mL de solución 24,0 %m/m. Determinen:
- a) la densidad de la solución;
  - b) el volumen de agua que es necesario agregar a 10,0 mL de la misma para preparar una solución 0,0500 M.
- 17.** Al disolver 117 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en agua, se prepara una solución 15,0 %m/m y  $\rho = 1,20 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . Indiquen:
- a) el volumen de solución preparada;
  - b) la concentración de la solución expresada en molalidad;
  - c) la concentración molar de la solución luego del agregado de 500 mL de agua;
  - d) si es necesario agregar: i) soluto, ii) solvente, iii) soluto y solvente en una proporción igual a la existente en la solución 15,0 %m/m, para aumentar la concentración de la solución. Justifiquen la respuesta.

- 18.** Se dispone de una solución de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) concentrado 70,0 % m/m, cuya densidad es de 1,41 g/mL. Indiquen:
- la concentración molar de la solución;
  - el volumen de solución de ácido nítrico concentrado que se necesita para preparar 500 mL de solución 0,100M;
  - el procedimiento para preparar la solución del punto b) en un laboratorio.

## Bloque 2

- 1.** La etiqueta de un jugo de marca comercial indica que por cada porción de 200 mL hay disueltos 14,0 mg de vitamina C (ácido ascórbico,  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ). Calculen:
- la masa de vitamina ingerida cuando se toma un vaso de jugo de 300 mL;
  - la masa de vitamina C disuelta en 100 mL de jugo.
- 2.** Algunas bebidas alcohólicas expresan el volumen de alcohol que contienen en grados Gay Lussac ( $^{\circ}\text{GL}$ ), que indican el volumen de alcohol cada 100 mL de bebida. Calculen qué volumen de alcohol se consume al ingerir:
- 300 mL de vino (graduación alcohólica: 12,0  $^{\circ}\text{GL}$ );
  - 40,0 mL de whisky (graduación alcohólica: 40,0  $^{\circ}\text{GL}$ ).
- 3.** La plata Sterling (plata 925) es una aleación de plata y cobre cuya concentración es 7,50 %m/m de cobre. Si se desean preparar 500 g de plata Sterling, determinen:
- la masa y la cantidad de cobre necesaria;
  - la masa de plata que se precisa.
- 4.** Un volumen de 400 mL de agua de mar contiene 9,60 g de NaCl disueltos. La densidad de la misma, a 4,00  $^{\circ}\text{C}$ , es de 1,03 g/mL. Expresen su concentración en:
- %m/V
  - %m/m
  - g st/100 g sv



5. Calculen qué volumen de solución 1,00 %m/V, puede prepararse si se utilizan 25,0 g de soluto.
6. Indiquen cuál de las siguientes masas de soluto es necesaria para preparar 300 mL de solución al 10,0 %m/V:
  - a) 0,300 g
  - b) 30,0 g
  - c) 3,00 g
7. Se disuelven 19,0 g de una sal en agua y se obtiene una solución 5,00 %m/m, cuya densidad es de 1,03 g/mL. Calculen el volumen de:
  - a) agua empleada;
  - b) solución obtenida.
8. Para cada una de las siguientes soluciones, calculen su concentración expresada en %m/V:
  - a) 3,50 L de solución que contiene 40,0 g de KOH;
  - b) 0,400 L de solución que contiene 0,0250 moles de  $\text{NaHCO}_3$ .
9. La masa molar de la glucosa es 180 g/mol. El límite máximo considerado normal de glucosa en sangre es 110 mg/dL. Calculen dicha concentración en:
  - a) %m/V
  - b) molaridad
10. En 1,00 L de agua extraída de cierta perforación, se determinó la presencia de 12,0 mg de arsénico disuelto. Calculen la concentración de este contaminante expresada en:
  - a) molaridad (M)
  - b) %m/V
  - c) partes por millón (ppm)
11. Calculen la masa de soluto disuelta en cada una de las siguientes soluciones:
  - a) 60,0 mL de solución de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  0,450 M;
  - b) 3,42 L de solución de NaCl 3,00 M;
  - c) 250 g de solución de HCl 1,50 m.

- 12.** Se desea preparar 500 mL de solución 0,0500 M de  $\text{KNO}_3$ . Indiquen:
- la masa de sal necesaria;
  - la concentración molar de una porción de 50,0 mL de dicha solución.
- 13.** Una solución de HCl (ácido clorhídrico) 30,0 % m/m tiene una densidad de  $1,15 \text{ g.cm}^{-3}$ .  
Calculen para la misma:
- la concentración expresada en % m/V;
  - el volumen que contiene 2,00 mol de HCl;
  - la masa de ácido disuelta en 580 g de solución.
- 14.** Se desea preparar una solución 0,300 M de cloruro de sodio. Si se dispone de 3,90 g de esta sal, indiquen:
- el volumen de solución obtenido;
  - la concentración molar de iones sodio.
- 15.** Se dispone de dos frascos que contienen soluciones 0,0100 M de  $\text{K}^+$ .
- Frasco A: 150 mL de solución de  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- Frasco B: 500 mL de solución de KBr
- Determinen:
- la concentración molar de la solución de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;
  - el número de iones  $\text{K}^+$  presentes en la solución B.
- 16.** Se dispone de cuatro frascos que contienen soluciones de distintos solutos y la misma concentración expresada en % m/V.
- Frasco 1: 500 mL de solución A
- Frasco 2:  $2,00 \cdot 10^{-2}$  L de solución B
- Frasco 3: 750 mL de solución C
- Frasco 4: 0,300 L de solución D
- Determinen cuál es la solución que contiene mayor masa de soluto disuelta;
  - Si se sabe que la masa molar del soluto disuelto en la solución B es menor que la masa molar del soluto disuelto en la solución A, indiquen cuál de estas es la solución de mayor molaridad. Justifiquen la respuesta.

**17.** Se tienen dos recipientes con soluciones del mismo soluto ( $M = 40,0$  g/mol). En el recipiente A hay  $250\text{ cm}^3$  de solución  $3,00\text{ M}$  y en el recipiente B hay  $870\text{ cm}^3$  de solución  $1,50\text{ \%m/V}$ . Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I).

- La masa de soluto disuelta en el recipiente B es mayor que la masa de soluto disuelta en el recipiente A.
- La concentración de la solución A es mayor que la concentración de la solución B.
- Si se consideran volúmenes iguales de ambas soluciones, la masa de soluto disuelta en la solución A será siempre mayor que la masa de soluto disuelta en la solución B.

**18.** Completen la siguiente tabla:

Soluto	V <sub>sc</sub> (mL)	m <sub>sc</sub> (g)	m <sub>sv</sub> (g)	m <sub>st</sub> (g)	Cantidad st (mol)	ρ <sub>sc</sub> (g/mL)	%m/m	%m/V	M	m
KCl			500	166		1,17				
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	185			20,7			10,0			
HF			800			1,04				6,24
Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>		300			0,240	1,08				
FeCl <sub>3</sub>		500	367					35,0		
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	750				1,5	1,28				

**19.** Calculen la concentración molar de una solución acuosa de NaOH  $0,125\text{ m}$ , cuya densidad es de  $1,15\text{ g/mL}$ .

**20.** En algunas ocasiones, en el laboratorio se utiliza la mezcla sulfocrómica para limpiar materiales de vidrio. Para preparar una porción se disuelven  $42,0\text{ g}$  de dicromato de sodio dihidratado ( $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) en agua hasta alcanzar un volumen de  $229\text{ mL}$  de solución, y se agregan  $400\text{ mL}$  de solución de ácido sulfúrico concentrado. Calculen la concentración molar de aniones dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) y de cationes sodio ( $\text{Na}^+$ ) en la solución.

**21.** Se diluyen  $10,0\text{ mL}$  de una solución acuosa de ácido bromhídrico  $3,00\text{ \% m/V}$  hasta un volumen de  $500\text{ mL}$ . Calculen el  $\text{\%m/V}$  de la solución diluida.

**22.** Determinen qué volumen de solución acuosa  $0,400\text{ M}$  de  $\text{NaHCO}_3$  se puede preparar a partir de  $200\text{ mL}$  de solución acuosa  $5,00\text{ M}$  del mismo soluto.

23. Calculen qué volumen de solución acuosa de  $\text{CuSO}_4$  25,0% m/V se necesita para preparar 2,00 L de solución acuosa 10,0 %m/V del mismo soluto.
24. Determinen qué volumen de agua se debe agregar a 40,0 mL de solución de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) 23,6 %m/V, para obtener una solución 1,00 M.
25. A 150 mL de solución 2,00 M de  $\text{NaNO}_3$  se le agregan 375 mL de agua. Calculen la concentración de la solución diluida, expresada en %m/V y en molaridad.
26. Calculen la concentración, expresada en molaridad, de la solución obtenida en cada caso:
- 20,0 mL de solución de  $\text{KCl}$  1,75 M se diluyen hasta 0,500 L;
  - 100 mL de solución de sacarosa 1,40 M se diluyen hasta obtener 1,50 L de solución.
27. Se agregan 820 g de solvente a 200 g de solución acuosa de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  33,3 %m/V ( $\rho = 1,19 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ). El volumen de solución que se obtiene es de 1,00 L. Calculen:
- la molaridad de la solución final;
  - la molalidad de la solución inicial;
  - la concentración molar del catión en la solución final.
28. Con una pipeta se miden 15,0 mL de solución que contienen 800 mg de cloruro de mercurio (II). Calculen el volumen de solución 0,0300 M que puede prepararse si se diluyen 2,00 mL de la misma.
29. A partir de una solución de ácido clorhídrico concentrado, 36,0 %m/m ( $\rho = 1,19 \text{ g/mL}$ ), se prepararon por dilución con agua, las siguientes soluciones:
- 250 mL de solución 5,00 %m/V
  - 250 mL de solución 5,00 M
- Calculen el volumen de solución concentrada utilizado en cada una.
30. Se agregan 500 mL de agua a 0,837 Kg de una solución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  48,0 %m/V, cuya densidad es de 1,287 g/mL. Calculen la concentración de la solución resultante expresada en %m/m.

**31.** Se dispone de 31,7 g de  $\text{FeCl}_2$  para preparar una solución acuosa 1,00 M, de densidad 1,12 g/mL. Calculen:

- a) la masa de agua necesaria;
- b) la molalidad de la solución obtenida;
- c) el %m/V de la solución que se obtiene al diluir con agua 10,0 mL de la solución hasta un volumen de 250 mL;
- d) la concentración molar del anión en la solución original.

**32.** Se prepara una solución acuosa 0,200 M de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ( $\rho = 1,07$  g/mL). Determinen:

- a) la concentración de la solución expresada en molalidad;
- b) el volumen de solución necesario para preparar, por dilución con agua, 1,40 L de una solución 0,82 %m/V;
- c) la concentración molar del anión en la solución diluida.